وزاره التربيـــــة و التعليـــــم
الإدارة المركزية لتطوير المناهج
ادارة تنميـــة مـــادة العلــــوم

الكيمياء

الكيمياء الكهربية

الصف الثالث الثانوى

2024 / 2023

الباب الرابع

لجنة الإعداد

أ/ سامح وليم صادق يوسف

أ/ إيمان بالله ابراهيم محمد

أ/ مينا عطية عبد الملك

المراجع

أ / عبد الله عبد الواحد عباس

الإشراف الفنى

مستشار العلوم

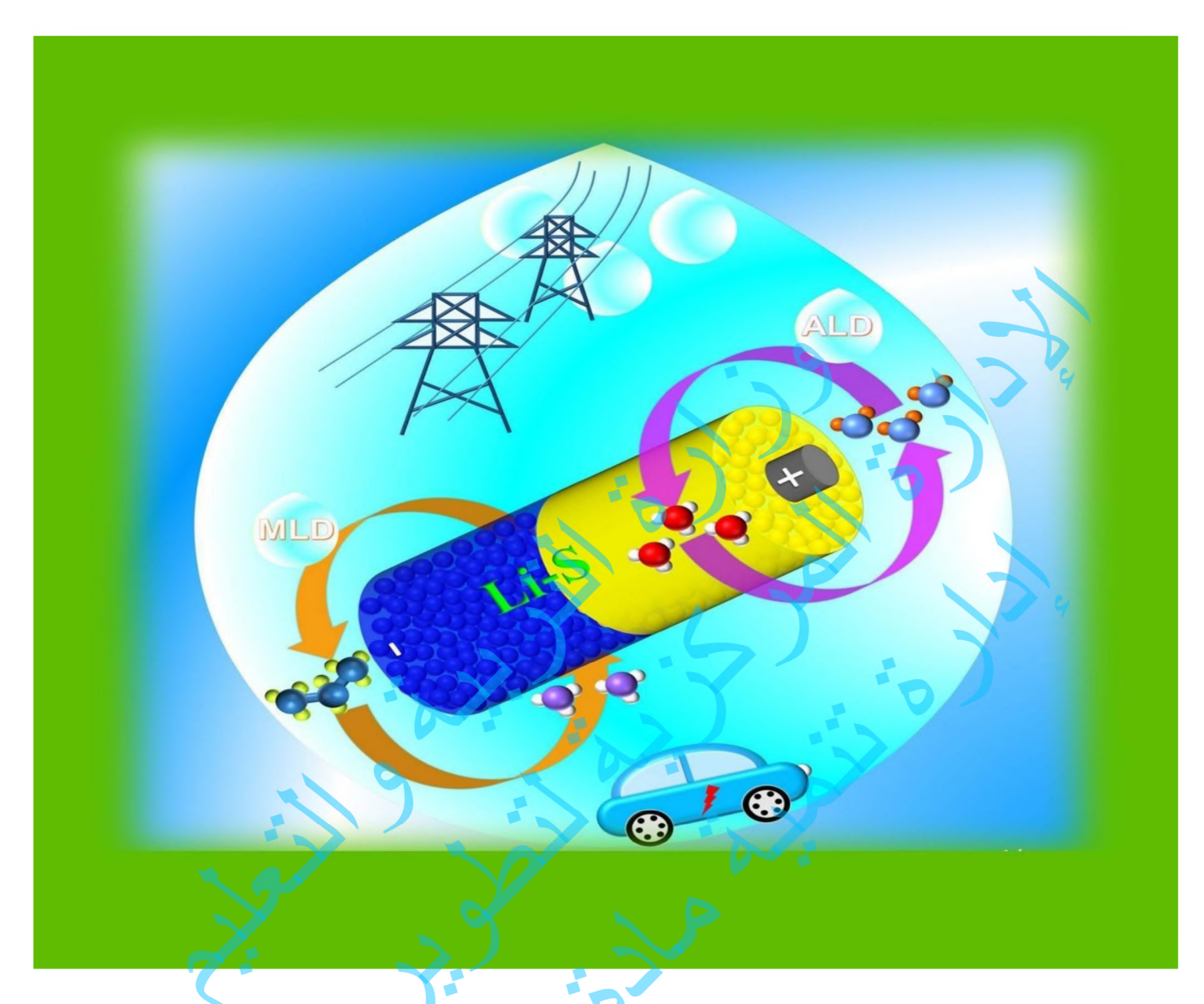
د/ عزيزة رجب خليفة

رئيس الإدارة المركزية لتطوير المناهج

د/ أكرم حسن

الإدارة المركزية لتطوير المناهج
وزارة التربية و التعليم
إدارة تنمية مادة العلوم

موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي D.M.RAZK



الدرس الأول: الخلايا الجلفانية

الدرس الثانى: الخلايا التحليلية

أسئلة امتحانات الأعوام السابقة

موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي
D.M.RAZK

الكيمياء الكهربية

هو ذلك الفرع من الكيمياء الذى يختص بدراسة التفاعلات الكيميائية التى يصاحبها انطلاق أو امتصاص طاقة كهربية وتطبيقاتها فى الحياة العملية.

حيث يدرس التحولات المتبادلة بين الطاقة الكيميائية والكهربية من خلال تفاعلات (أكسدة – اختزال) تنتقل فيها الإلكترونات من أحد مواد التفاعل إلى مادة أخرى أو تتحرك فيها الأيونات الموجودة فى الإلكتروليت (محلول أو مصهور).

✰ طرق التوصيـــل الكهربـــى:

توصيل إلكترونى: يعتمد انتقال التيار الكهربى فيه على حركة الإلكترونات داخل المادة مثل المعادن دون انتقال للمادة نفسها.

توصيل إلكتروليتى: يعتمد انتقال التيار الكهربى فيه على حركة الأيونات داخل المادة (الإلكتروليت) الذى ينقسم إلى:

أ- مواد نقية مثل مصهور الأملاح.

ب- محاليل مثل محاليل الأملاح والأحماض والقلويات.

علل: النحاس موصل إلكترونى بينما محلول كبريتات النحاس موصل إلكتروليتى.

✰ تجربة لتوضيح مفهوم الأكسدة والإختزال :

اغمس صفيحة من الخارصين فى محلول كبريتات نحاس (أزرق اللون) واتركه لفترة.

المشاهدة: يقل اللون الأزرق لكبريتات النحاس تدريجيا ويترسب النحاس على سطح صفيحة الخارصين، ثم يتوقف التفاعل.

التفسير: عند وضع فلز الخارصين فى محلول كبريتات النحاس II الأزرق يحدث الآتى:

1- يتفكك محلول كبريتات النحاس أيونيا كما يأتى:

$$CuSO_{4(aq)} \rightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)}$$

2- بعض ذرات الخارصين تفقد إلكترونات (أى تتأكسد) وتتحول إلى أيونات خارصين موجبة تذوب فى المحلول وتترك الكتروناتها على لوح الخارصين

$$Zn^{0}_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^{-}$$

موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي D.M.RAZK

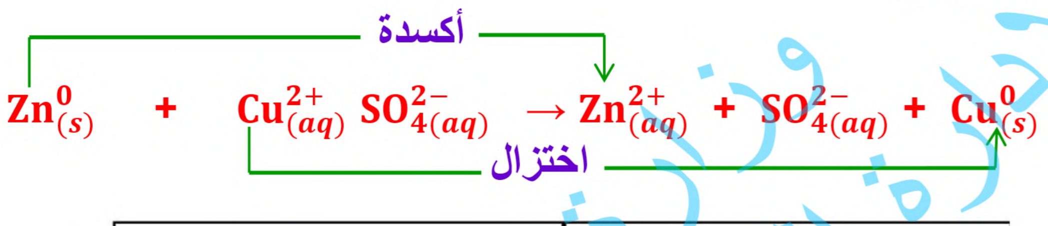
3- أيونات النحاس الموجبة الذائبة فى المحلول تكتسب الإلكترونات التى فقدها الخارصين (أى تختزل) وتتحول إلى ذرات نحاس متعادلة

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cu^0_{(s)} \downarrow$

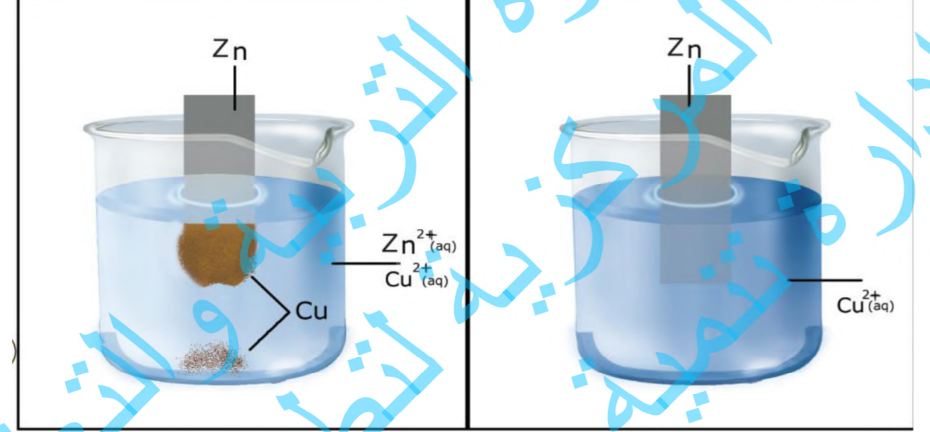
4- ثم تتحد أيونات الخارصين الموجبة مع أيونات الكبريتات السالبة وتتكون كبريتات الخارصين

$Zn^{2+}_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)} \rightarrow ZnSO_{4(aq)}$

بجمع المعادلات السابقة:



$Zn^0_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)}\ SO^{2-}_{4(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)} + Cu^0_{(s)}$



يعتبر التفاعل السابق تفاعل أكسدة – اختزال تلقائى ينتج عنه طاقة حرارية لا يمكن تحويلها إلى طاقة كهربية لأن التفاعل نفسه يتوقف بعد قليل بسبب توقف سريان الإلكترونات من الخارصين إلى النحاس نتيجة عزل سطح الخارصين عن التفاعل لتغطيته بطبقة من النحاس.

أو نقص أيونات النحاس من المحلول. أو ذوبان ساق الخارصين بالكامل.

وقد نجح العلماء فى عمل أنظمة تعرف بالخلايا الكهربية وتنقسم إلى نوعين:

أ – الخلايا الجلفانية. ب– الخلايا الإلكتروليتية (التحليل الكهربى)

الإدارة المركزية لتطوير المناهج
وزارة التربية والتعليم
إدارة تنمية مادة العلوم

موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي D.M.RAZK

أولاً: الخلايا الجلفانية

هى أنظمة يتم فيها تحويل الطاقة الحرارية الناتجة من التفاعل الكيميائى إلى طاقة كهربية ضمن تفاعل (أكسدة - اختزال) يحدث بشكل تلقائى مستمر.

فى التجربة السابقة ولكى يستمر سريان الإلكترونات لابد من عزل الخارصين عن النحاس (أى عزل مكان الأكسدة عن مكان الاختزال). بحيث يحدث كل منهما فى نصف خلية (قطب) والتوصيل بينهما بسلك تسرى فيه الإلكترونات من موضع الأكسدة إلى موضع الاختزال على شكل تيار كهربى.

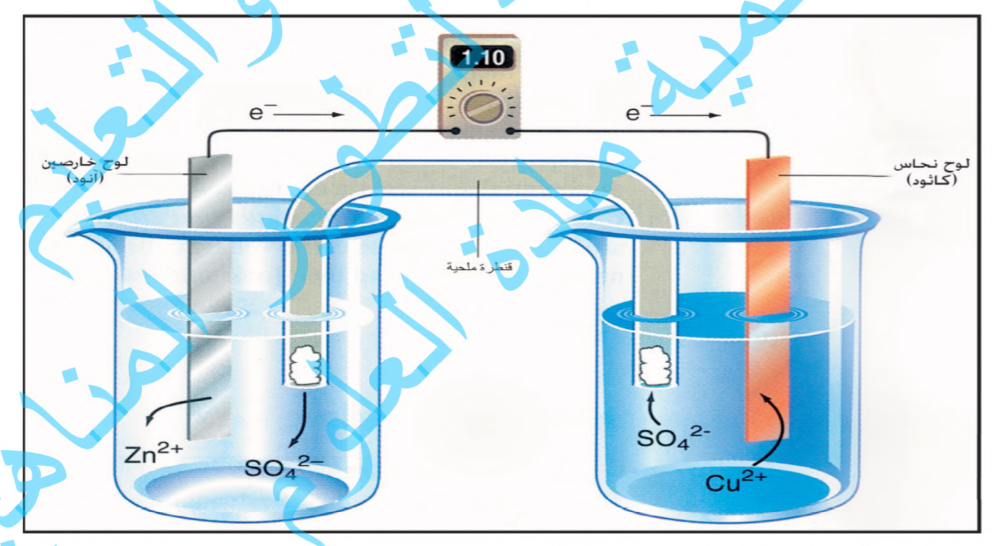
نصف الخلية (القطب): يغمس فيه الفلز فى محلول مولارى لأحد أملاحه (أيوناته).

مثل: 1- فلز الخارصين فى محلول كبريتات الخارصين. $Zn / Zn^{2+}\ SO_4^{2-}$

2- فلز النحاس فى محلول كبريتات النحاس. $Cu / Cu^{2+}\ SO_4^{2-}$

خلية دانيال (كمثال لخلية جلفانية):

التركيب: كما بالشكل.



عند توصيل القطبين معاً بسلك معدنى يمر تيار كهربى.

وزارة التربية و التعليم
الإدارة المركزية لتطوير المناهج
إدارة تنمية مادة العلوم

موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي D.M.RAZK

التفسير:

أ- بعض ذرات الخارصين تفقد إلكترونات (عملية أكسدة) أى يعمل أنود وتتحول إلى أيونات خارصين موجبة تذوب فى المحلول تاركة الإلكترونات على قطب الخارصين وبذلك يكون قطب سالب ويزداد تركيز أيونات الخارصين الموجبة فى محلول كبريتات الخارصين المتأين. أى تزداد عدد أيونات الخارصين الموجبة عن عدد أيونات الكبريتات السالبة وبذلك يكون المحلول غير متعادل كهربيا.

أكسدة $$Zn^{0}_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^{-}$$

ب- تنتقل الإلكترونات المفقودة خلال سلك التوصيل من الخارصين إلى نصف خلية النحاس.

ج- تكتسب كاتيونات النحاس Cu^{+2} (الناتجة من تأين محلول كبريتات النحاس) الإلكترونات من قطب النحاس وتتعادل وتتحول إلى ذرات نحاس (تفاعل اختزال) أى تعمل كاثود وبذلك يزداد تركيز أيونات الكبريتات السالبة فى محلول خلية النحاس أى تزداد عدد أيونات الكبريتات السالبة عن عدد أيونات النحاس الموجبة وبذلك يكون المحلول غير متعادل كهربيا.

اختزال $$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \longrightarrow Cu^{0}_{(s)} \downarrow$$

وانتقال الإلكترونات فى السلك من الخارصين إلى النحاس هو الذى يسبب سريان التيار الكهربى.

د- ولكى يستمر سريان التيار الكهربى ولا يتوقف نتيجة تشبع نصف خلية الخارصين بأيونات الخارصين الموجبة. وتشبع نصف خلية النحاس بأيونات الكبريتات السالبة توضع القنطرة الملحية.

القنطرة الملحية:

تركيبها: أنبوبة على شكل حرف U مملوءة بمحلول الكتروليتي مثل Na_2SO_4 بشرط ألا يتفاعل مع محلولى نصفى الخلية أو مع الأقطاب.

أهميتها: الوصول إلى حالة التعادل الكهربى بين محلولى نصفى الخلية حتى لا يتشبع أى منهما بالأيونات ويستمر مرور التيار الكهربى. كذلك التوصيل غير المباشر بين محلولي نصفي الخلية.

التفاعل الكلى الحادث فى خلية دانيال:

أكسدة

$$Zn^{0}_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu^{0}_{(s)}$$

اختزال

ويتوقف مرور التيار عندما يذوب فلز الخارصين أو تنضب (تقل) أيونات النحاس.

موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي D.M.RAZK

الرمز الاصطلاحى لخلية دانيال:

$Zn^0 \mid Zn^{2+}_{(xM)} \parallel Cu^{2+}_{(xM)} \mid Cu^0$

حيث يمثل الخط الرأسى المفرد الحد الفاصل بين قطب العنصر والمحلول الإلكتروليتى لأيوناته بينما الخط الرأسى المزدوج فيمثل الحد الفاصل بين المحلولين فى نصفى الخلية (أو القنطرة الملحية).

الأنود (فى الخلية الجلفانية): هو القطب السالب وتحدث عنده عملية أكسدة. "علل"

ج: لأنه مصدر الإلكترونات السالبة وتحدث عنده عملية أكسدة.

الكاثود (فى الخلية الجلفانية): هو القطب الموجب وتحدث عنده عملية اختزال.

قياس جهود الأقطاب:

لكى يتولد تيار كهربى فى الخلايا الجلفانية يجب:

1- أن يكون لكل فلز فى محلول ملحه جهد خاص به.

2- أن يكون هناك فرق فى الجهد بين القطبين وهذا الفرق فى الجهد يمكن قياسه بواسطة جهاز الفولتميتر الذى يوضح مقداره واتجاه سريان التيار الكهربى (عكس اتجاه حركة الإلكترونات).

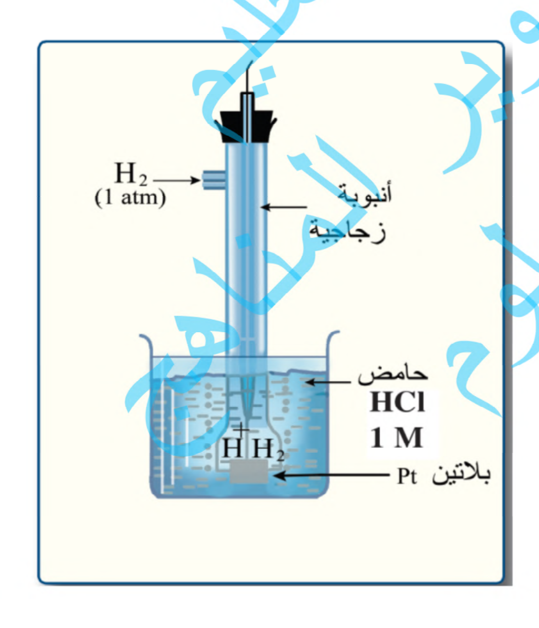
وحتى يمكن قياس جهد القطب منفردًا يجب أن تتوفر لدينا معلومات عن:

فرق الجهد بين القطبين (بالفولتميتر) – اتجاه سريان الإلكترونات لتحديد أى القطبين له جهد تأكسد أكبر – جهد أحد القطبين أى يكون لدينا قطب معلوم الجهد.

قطب الهيدروجين القياسي:

يتكون من صفيحة من البلاتين مغطاة بطبقة من البلاتين الإسفنجي يمرر عليها تيار من غاز الهيدروجين، محلول (1M) من حمض قوى وينتهى السلك بصفيحة من أسود البلاتين ملامسة لمحلول الحمض.

ويسمى قطب الهيدروجين تحت هذه الظروف بقطب الهيدروجين القياسى. وجهده = صفر



وزارة التربية والتعليم
الإدارة المركزية لتطوير المناهج
إدارة تنمية مادة العلوم

موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي D.M.RAZK

قد يتغير جهد هذا القطب عن الصفر بتغير تركيز أيون الهيدروجين فى المحلول أو بتغير الضغط الجزئى للغاز عن واحد ضغط جوى أو كلاهما.

يرمز لنصف خلية الهيدروجين القياسية بالرمز الاصطلاحي

$Pt - H_2$ (1atm) / $2H^+$ (1 mol/L) (إذا كان أنودا)

$2H^+$ (1 mol/L) / $Pt - H_2$ (1atm) (إذا كان كاثودًا)

قياس جهد قطب الخارصين:

1- نكون خلية جلفانية من نصف خلية الخارصيـــن ونصف خلية الهيدروجين القياسية.

2- نلاحظ أن انحراف مؤشر الفولتميتر يوضح اتجاه انتقال الإلكترونات من الخارصين إلى قطب الهيدروجين ويسجل فرق جهد = 0.76 V

نستنتـــج مــن ذلك: أن الخـــارصيـــن يعمــل أنود والهيدروجين كاثود.

فـرق الجهـد الحادث هو جهـد تأكسد قطـب الخارصين لأن جهد قطب الهيدروجين = صفـر

∴ جهد أكسدة الخارصين = 0.76 V

∴ جهد اختزال الخارصين = 0.76 V -

الرمز الاصطلاحــى: Zn^0 / Zn^{2+} // $2H^+$(1M) / $Pt - H_2$ (1atm)

قيـاس جهـد قطب النحاس:

1- نكون خلية جلفانية من نصف خلية النحاس ونصف خلية الهيدروجين القياسية

2- نلاحظ أن انحراف مؤشر الفولتميتر يوضح إتجاه انتقال الإلكترونات من قطب الهيدروجين إلى قطب النحاس ويسجل فرق الجهد = 0.34 V

نستنتج من ذلك: أن النحاس يعمل كاثود والهيدروجين أنود وفرق الجهد الحادث هو جهد إختزال النحاس لأن جهد قطب الهيدروجين = صفر

∴ جهد إختزال النحاس = 0.34 V

∴ جهد أكسدة النحاس = 0.34 V -

الرمز الاصطلاحى: $Pt - H_2$(1atm) /$2H^+$ (1M) // Cu^{2+} / Cu^0

D.M.RAZK موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي

فرق الجهد الكهربى = القوة الدافعة الكهربية (ق. د. ك) = emf

= جهد أكسدة الأنود - جهد أكسدة الكاثود

أو = جهد اختزال الكاثود – جهد اختزال الأنود

أو = جهد أكسدة الأنود + جهد اختزال الكاثود

ملاحظات هامة

- **جهد الأكسدة لقطب يساوى جهد الاختزال له ولكن بإشارة مخالفة.**
- **القطب ذو جهد الأكسدة الأكبر يمثل الأنود والآخر كاثود.**
- **لابد أن تكون اشارة ق. د. ك (emf) موجبة حتى يكون التفاعل تلقائى وينتج تيار.**

مثال: احسب ق. د. ك (emf) لخلية دانيال علما بأن جهد اختزال الخارصين 0.76 V -

وجهد أكسدة النحاس 0.34 V - والتفاعل الكلى: $Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

ثم اكتب الرمز الاصطلاحى للخلية.

الحل:

جهد أكسدة الخارصين = (0.76 V -)- = 0.76 V

ق. د. ك (emf) = جهد تأكسد Zn – جهد تأكسد Cu

= 0.76 – (-0.34) = 0.76 + 0.34 = 1.1 فولت

الرمز الاصطلاحى: $Zn / Zn^{2+} \parallel Cu^{2+} / Cu$

متسلسلة الجهود الكهربية للعناصر

هى ترتيب العناصر ترتيبا تنازليا حسب جهود الأكسدة القياسية لها أو ترتيبا تصاعديا حسب جهود الاختزال القياسية لها بالنسبة لجهد قطب الهيدروجين القياسى (صفر).

وزارة التربية والتعليم
الإدارة المركزية لتطوير المناهج
إدارة تنمية مادة العلوم

موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي D.M.RAZK

✯ من دراسة المتسلسلة يمكن ملاحظة ما يلى:

1- جهد الأكسدة لقطب = جهد الاختزال لنفس القطب ولكن بإشارة مخالفة.

2- الترتيب التنازلى لجهود الأكسدة هو ترتيب تصاعدى لجهود الاختزال.

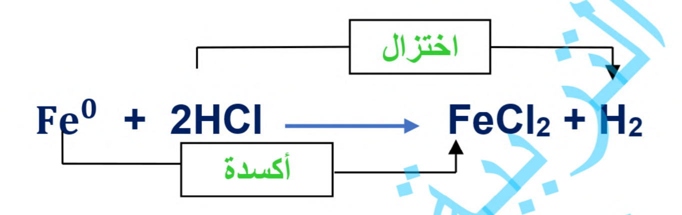
3- العناصر المتقدمة فى المتسلسلة (جهود تأكسدها كبيرة) عوامل مختزلة.

4- العناصر المتأخرة فى المتسلسلة (جهود اختزالها كبيرة) عوامل مؤكسدة.

5- الترتيب التنازلى حسب جهود الأكسدة هو تنازلى حسب النشاط الكيميائى.

6- العناصر المتقدمة فى المتسلسلة تحل محل العناصر التى تليها فى محاليلها أملاحها.

7- العناصر التى تسبق الهيدروجين فى المتسلسلة تحل محله فى كلا من الماء والأحماض.



8- العناصر المتقدمة فى المتسلسلة تصلح كأنود بالنسبة للعناصر التى تليها.

إدارة تنمية مادة العلوم
الإدارة المركزية لتطوير المناهج
وزارة التربية والتعليم

سلسلة الجهود الكهروكيميائية للعناصر :

جهد الاختزال القياسي (فولت)	جهد التأكسد القياسي (فولت)	نصف الخلية (نصف التفاعل)
-٣,٠٤٥	٣,٠٤٥	$Li \underset{\text{اختزال}}{\overset{\text{أكسدة}}{\rightleftharpoons}} Li^{+} + e^{-}$
-٢,٩٢٤	٢,٩٢٤	$K \rightleftharpoons K^{+} + e^{-}$
-٢,٧١١	٢,٧١١	$Na \rightleftharpoons Na^{+} + e^{-}$
-٢,٣٧٥	٢,٣٧٥	$Mg \rightleftharpoons Mg^{2+} + 2e^{-}$
-١,٦٧٠	١,٦٧٠	$Al \rightleftharpoons Al^{3+} + 3e^{-}$
-١,٠٢٩	١,٠٢٩	$Mn \rightleftharpoons Mn^{2+} + 2e^{-}$
-٠,٧٦٢	٠,٧٦٢	$Zn \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2e^{-}$
-٠,٧٤٠	٠,٧٤٠	$Cr \rightleftharpoons Cr^{3+} + 3e^{-}$
-٠,٥٥٧	٠,٥٥٧	$Cr \rightleftharpoons Cr^{2+} + 2e^{-}$
-٠,٤١٠	٠,٤١٠	$Cr^{2+} \rightleftharpoons Cr^{3+} + e^{-}$
-٠,٤٠٩	٠,٤٠٩	$Fe \rightleftharpoons Fe^{2+} + 2e^{-}$
-٠,٤٠٢	٠,٤٠٢	$Cd \rightleftharpoons Cd^{2+} + 2e^{-}$
-٠,٢٨٠	٠,٢٨٠	$Co \rightleftharpoons Co^{2+} + 2e^{-}$
-٠,٢٣٠	٠,٢٣٠	$Ni \rightleftharpoons Ni^{2+} + 2e^{-}$
-٠,١٢٦	٠,١٢٦	$Pb \rightleftharpoons Pb^{2+} + 2e^{-}$
صفر	صفر	$H_2 \rightleftharpoons 2H^{+} + 2e^{-}$
+٠,١٥٠	-٠,١٥٠	$Sn^{2+} \rightleftharpoons Sn^{4+} + 2e^{-}$
+٠,٣٤٠	-٠,٣٤٠	$Cu \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2e^{-}$
+٠,٤٠١	-,٤٠١	$4OH^{-} \rightleftharpoons 2H_2O + O_2 + 4e^{-}$
+٠,٨٠٠	-٠,٨٠٠	$Ag \rightleftharpoons Ag^{+} + e^{-}$
+٠١,٢٠٠	-١,٢٠٠	$Pt \rightleftharpoons Pt^{2+} + 2e^{-}$
+١,٤٢٠	-١,٤٢٠	$Au \rightleftharpoons Au^{3+} + 3e^{-}$
+٢,٨٧	-٢,٨٧	$2F^{-} \rightleftharpoons F_2 + 2e^{-}$

وزارة التربية والتعليم
الإدارة المركزية لتطوير المناهج
إدارة تنمية مادة العلوم

موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي D.M.RAZK

الخـــلايا الجلفانيـــة وإنتاج الطاقـــة الكهربيـــة:

تقسم الخلايا الجلفانيه تبعا لطبيعة عملها لإنتاج الطاقة الكهربية إلى:

1- خلايا أولية   2- خلايا ثانوية

وجميعها أنظمة تنتج الطاقة الكهربية من خلال ما يحدث فيها من تفاعلات أكسدة واختزال تلقائية.

1- الخلايـــا الأوليـــة

هى الخلية التى يتم فيها تحويل الطاقة الحرارية الناتجة من التفاعلات الكيميائية إلى طاقة كهربية ضمن تفاعل أكسدة واختزال تلقائى غير انعكاسى.

خصائص الخلية الأولية:

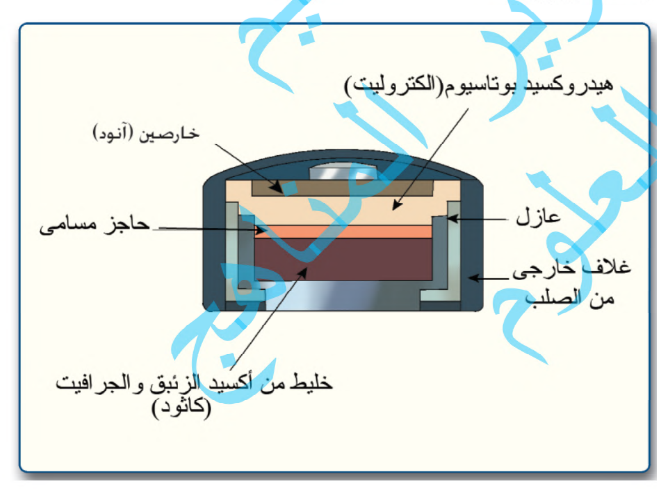
1- تتوقف عن إنتاج الكهرباء عندما تستهلك مادة الأنود (المصعد) ويقل تركيز أيونات نصف خلية الكاثود (المهبط).

2- لا يمكن إعادة شحنها.

3- يفضل أن تكون فى صورة جافة وليست سائلة حيث تحقق جهد ثابت لمدة أطول وحجمها أصغر.

1- خليـــــة الزئبق:

تصنع هذه الخلية فى شكل اسطواني أو على هيئة قرص. وتتميز بصغر حجمها لذلك فهى شائعة الاستخدام فى سماعات الأذن والساعات والآلات الخاصة بالتصوير.



✰ **التركيب:**

1- **الأنود (المصعد)** القطب السالب من الخارصين.

2- **الكاثود (المهبط)** القطب الموجب من أكسيد الزئبق.

3- **الإلكتروليت:** هيدروكسيد البوتاسيوم.

والخلية مغلقة بإحكام.

✰ **التفاعل الكلى:**

$$Zn^{0}_{(s)} + Hg^{2+}O_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}O_{(s)} + Hg^{0}_{(\ell)}$$

✰ القوة الدافعة الكهربية لهذه الخلية = 1.35 فولت.

ويجب التخلص من هذه البطارية بعد الاستخدام بطريقة آمنة حيث أنها تحتوى على الزئبق وهو مادة سامة.

وزارة التربية والتعليم
الإدارة المركزية لتطوير المناهج
إدارة تنمية مادة العلوم

موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي D.M.RAZK

2- خلية الوقود:

⭐ من المعروف أن الهيدروجين يحترق فى الهواء بعنف وينتج عن عملية الاحتراق ضوء وحرارة.

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(\ell)} + Energy$$

⭐ تمكن العلماء من إجراء هذا التفاعل تحت ظروف يتم التحكم فيها داخل ما يعرف بخلية الوقود.

⭐ يجد هذا النوع من الخلايا اهتمامًا بالغًا فى مركبات الفضاء حيث أن الوقود الغازى من الهيدروجين والأكسجين المستخدم فى إطلاق الصواريخ هو نفسه الوقود المستخدم فى هذه الخلايا.

⭐ التركيب:

1- الأنود (-) والكاثود (+): كل منهما عبارة عن وعاء مجوف مبطن بطبقة من الكربون المسامى تسمح بالاتصال بين الحجرة الداخلية والمحلول.

2- المحلول الإلكتروليتى: غالبًا محلول هيدروكسيد البوتاسيوم المائى.

⭐ التفاعلات الحادثة فى الخلية:

عند الأنود تفاعل الأكسدة:

$$2H_{2(g)} + 4OH^-_{(aq)} \longrightarrow 4H_2O_{(\ell)} + 4e^- \qquad E^0 = 0.83\ V$$

عند الكاثود تفاعل الإختزال:

$$O_{2(g)} + 2H_2O_{(\ell)} + 4e^- \longrightarrow 4OH^-_{(aq)} \qquad E^0 = 0.4\ V$$

⭐ التفاعلات الكلى:

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(\ell)} \qquad E = 1.23\ V$$

- وخلية الوقود لا تستهلك كباقى الخلايا الجلفانية لأنها تزود بالوقود من مصدر خارجى وتعطى هذه الخلية قوة دافعة كهربية $E = 1.23\ V$

- وتعمل خلية الوقود عند درجة حرارة عالية فيتبخر الماء الناتج عنها ويمكن إعادة تكثيفه للاستفادة منه كمياه للشرب لرواد الفضاء.

- وبعكس البطاريات الأخرى فخلايا الوقود لا تختزن الطاقة لأن عملها يتطلب إمدادها المستمر بالوقود وإزالة مستمرة للنواتج.

س / قارن بين: خلية الوقود وخلية الزئبق من حيث:

1) الأنود. 2) السائل الإلكتروليتى. 3) إجمالي التفاعل.

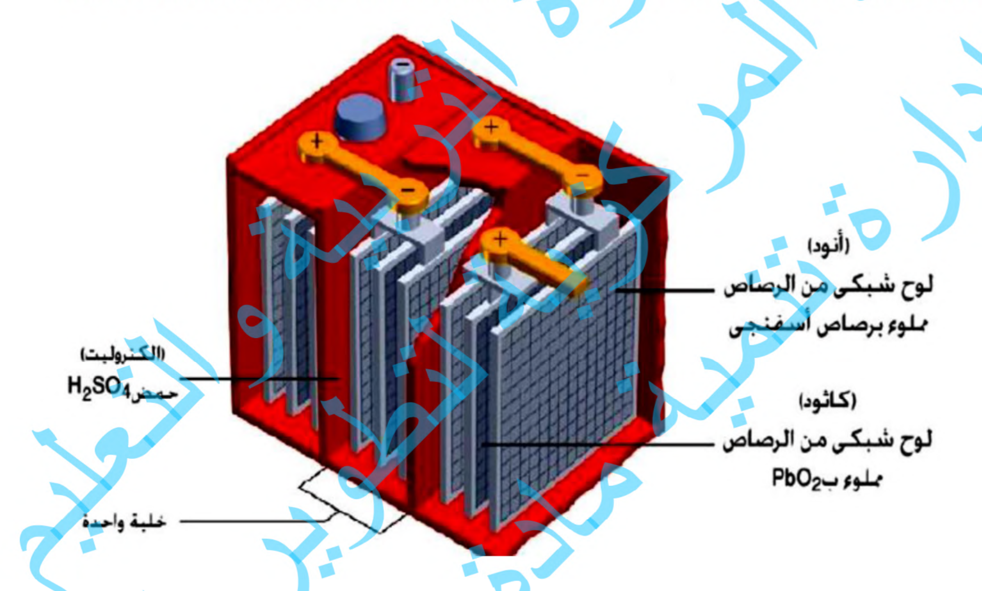
موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي D.M.RAZK

1- الخلايـا الثانويــــة

هى الخلية التى يتم فيها تحويل الطاقة الحرارية الناتجة من التفاعلات الكيميائية إلى طاقة كهربية ضمن تفاعل أكسدة واختزال تلقائى إنعكاسى.

هى خلايا جلفانية انعكاسية – عند إمدادها بتيار كهربى من مصدر خارجى جهده أكبر قليلا من جهدها تنعكس تفاعلات الأكسدة والاختزال التلقائية (أى تتحول إلى خلايا إلكتروليتية) حيث يتم تحويل الطاقة الكهربية المستمدة من المصدر الخارجى إلى طاقة كيميائية (عملية الشحن) – والتى يمكن تحويلها مرة أخرى إلى طاقة كهربية عند اللزوم (عملية التفريغ).

1- بطارية الرصاص الحامضية (المركم الرصاصى) بطارية السيارة:



التركيب:

1- وعاء خارجى مـــن البلاستيـك (البولى سترين) لـه قـــوة احتمال عاليــة ولا يتأثــر بالأحماض.

2- بداخلـه مجمــوعتان مــن الألــواح الرصاصيــة المثقبــة على شكل شبكة.

3- تملأ هذه الألواح بالتبادل إحداهما بالرصاص الإسفنجى (Pb) وهى تمثل الأنود (القطب السال(ب) وتملأ الأخرى بعجينة من ثانى أكسيد الرصاص (PbO_2) وهى تمثل الكاثود (القطب الموج(ب).

4- تفصل الألواح عن بعضها بصفائح عازلة وتغمر كلها فى محلول إلكتروليتى وهو حمض الكبريتيك المخفف ذو كثافة تتراوح بين ($1.28 – 1.3\ g/Cm^3$)

موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي D.M.RAZK

التفاعلات التى تحدث داخل المركم الرصاصى:

تعمل كخلية جلفانية أثناء تفريغها (استعمالها كمصدر للكهرباء) وكخلية الكتروليتية أثناء إعادة شحنها.

أ- تفاعل التفريغ:

- **عند الأنود (المصعد):**

$$Pb_{(s)} + SO_{4(aq)}^{2-} \longrightarrow PbSO_{4(s)} + 2e^- \quad E^0 = 0.36\ V$$

جهد التأكسد القياسى لهذا التفاعل = 0.36 V

- **عند الكاثود (المهبط):**

$$PbO_{2(s)} + 4H^+ + SO_{4(aq)}^{2-} + 2e^- \longrightarrow PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(\ell)}$$

جهد الاختزال القياسى لهذا التفاعل هو 1.69 فولت.

☆ **التفاعل الكلى للبطارية عند التفريغ: (نحصل عليه بجمع المعادلتين السابقتين)**

$$Pb_{(s)} + PbO_{2(s)} + 4H_{(aq)}^+ + 2SO_{4(aq)}^{2-} \xrightarrow{\text{التفريغ}} 2PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(\ell)}$$

☆ **القوة الدافعة الكهربية للخلية = 0.36 + 1.69 = 2.05 فولت تقريبا.**

☆ **تتركب البطارية من 6 خلايا متصلة على التوالى أى 12 فولت.**

☆ **تقاس كثافة الحمض كل فترة بواسطة الهيدرومتر فإذا كانت ما بين $1.28 - 1.3\ g/Cm^3$ تكون كاملة الشحن، وإذا قلت عن ذلك إلى أقل من $1.2\ g/Cm^3$ فهذا معناه أنه يلزم إعادة الشحن. ويحدث ذلك بسبب تكون الماء وتحول مواد الكاثود والأنود إلى $PbSO_4$، ويتم ذلك بتوصيلها بمصدر تيار كهربى خارجى قوته الدافعة أكبر قليلاً.**

☆ **فى السيارة يستخدم الدينامو لإعادة الشحن بصورة مستمرة.**

ب- تفاعل الشحن:

1- يتم توصيل المركم بمصدر خارجى للتيار الكهربى له جهد أكبر بقليل من الجهد الذى تنتجه البطارية.

2- ينتج عن ذلك أن تنعكس التفاعلات السابقة عند الأقطاب حيث تتحول من خلية جلفانية إلى خلية الكتروليتية (تحليلية) وتتحول كبريتات الرصاص إلى رصاص وثانى أكسيد الرصاص ويعود تركيز الحمض إلى ما كان عليه قبل التفريغ.

☆ **التفاعل الكلى للبطارية عند الشحن:**

$$2PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(\ell)} \xrightarrow{\text{الشحن}} Pb_{(s)} + PbO_{2(s)} + 2SO_{4(aq)}^{2-} + 4H_{(aq)}^+$$

☆ **التفاعل الكلى للبطارية:**

$$Pb_{(s)} + PbO_{2(s)} + 4H_{(aq)}^+ + 2SO_{4(aq)}^{2-} \underset{\text{شحن}}{\overset{\text{تفريغ}}{\rightleftharpoons}} 2PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(\ell)}$$

D.M.RAZK موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي

2- بطارية أيون الليثيوم:

✫ تعتبر بطارية أيون الليثيوم الجافة من البطاريات القابلة لإعادة الشحن وتستخدم فى أجهزة التليفون المحمول والكمبيوتر المحمول. وفى بعض السيارات الحديثة كبديل لبطارية المركم الرصاصى. علل.

لخفة وزنها وقدرتها على تخزين كميات كبيرة من الطاقة بالنسبة لحجمها.

✫ وقد استخدم الليثيوم فى تركيبها لسببين أساسيين هما:

1- أخف فلز معروف. 2- جهد اختزاله القياسى هو الأصغر بالنسبة لباقى الفلزات (– 3.04 V).

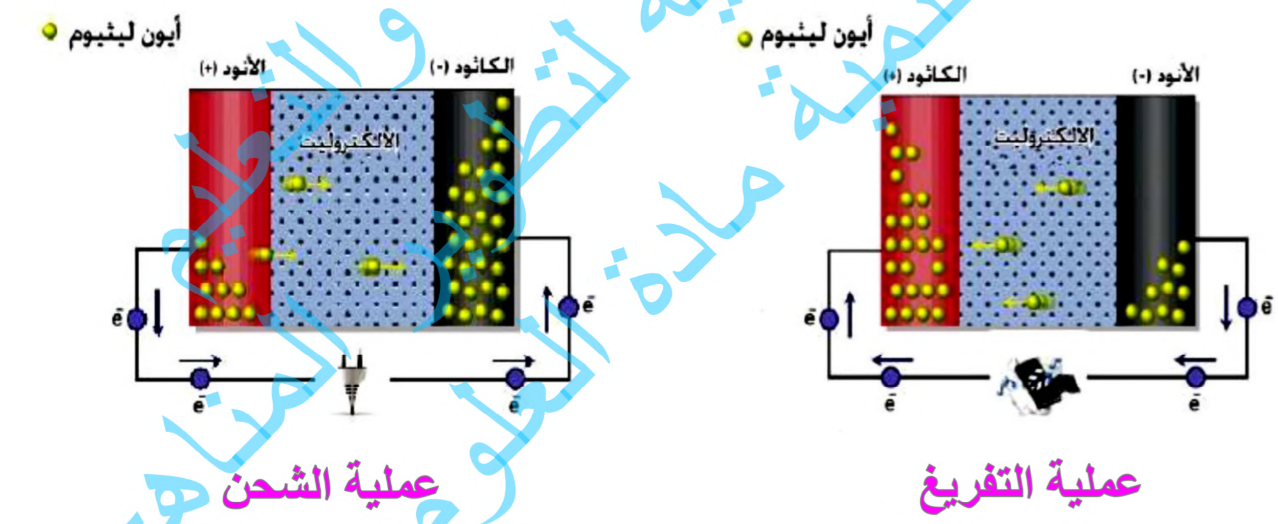
التركيب: يحتوى الغلاف المعدنى للبطارية على ثلاثة رقائق ملفوفة بشكل حلزونى وهى:

1- **الكاثود (+) (القطب الموجب):** يتكون من أكسيد الليثيوم كوبلت ($LiCoO_2$).

2- **الأنود (–) (القطب السالب):** يتكون من جرافيت الليثيوم (LiC_6).

3- **العازل:** وهو مكون من شريحة رقيقة جدًا من البلاستيك تعمل على عزل القطب الموجب عن القطب السالب بينما يسمح للأيونات بالمرور من خلاله.

4- **الالكتروليت:** تغمر الرقائق الثلاثة فى إلكتروليت لامائى من سداسى فلورو فوسفيد الليثيوم ($LiPF_6$).



عملية الشحن   عملية التفريغ

✫ **التفاعلات التى تحدث داخل بطارية أيون الليثيوم:**

عند الأنود (–): $LiC_{6(s)} \longrightarrow C_{6(s)} + Li^+_{(aq)} + e^-$

عند الكاثود (+): $CoO_{2(s)} + Li^+_{(aq)} + e^- \longrightarrow LiCoO_{2(s)}$

✫ **التفاعل الكلى:** ينتج بجمع المعادلات السابقة

$$C_{6(s)} + LiCoO_{2(s)} \underset{\text{شحن}}{\overset{\text{تفريغ}}{\rightleftharpoons}} LiC_{6(s)} + CoO_{2(s)}$$

وتعطى هذه الخلية قوة دافعة كهربية $E_{cell} = 3\ V$

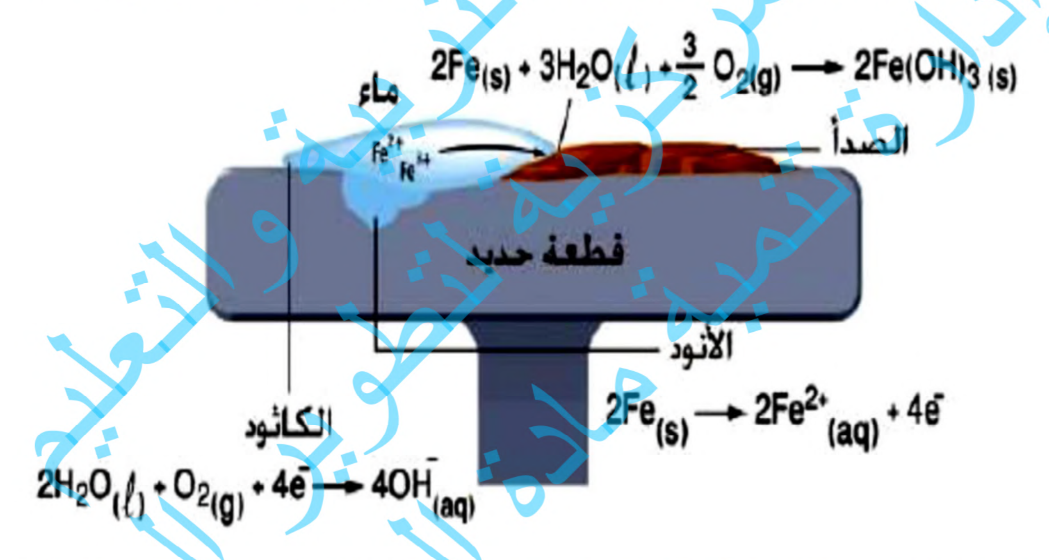
D.M.RAZK موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي

تآكل المعادن

يتسبب تآكل المعادن فى خسائر اقتصادية فادحة يؤدى إلى تدهور المنشآت المعدنية وخاصة الحديدية منها ويقدر الحديد المفقود نتيجة للتآكل بحوالى ربع الإنتاج العالمى منه سنويًا.

ميكانيكية التآكل

تآكل الفلزات النقية يكون صعبًا (حتى الحديد لا يصدأ بسهولة إذا كان نقيًا جدًا). ولكن معظم المعادن الصناعية تحتوى على شوائب مختلفة تُنشِط عملية التآكل. أى أن ملامسة فلز أقل نشاطًا لفلز آخر أكثر نشاطًا تسبب زيادة تآكل الفلز الأنشط فى هذا الوسط. أى أن تآكل الفلزات يحدث عن طريق تكون خلايا جلفانية يكون أنودها الفلز المتآكل أما الكاثود فيكون الفلز الأقل نشاطًا أو الكربون الموجود فى صورة شوائب وهذا هو سبب تآكل الصلب. ويمكن تفسير ميكانيكية تآكل الحديد والصلب كما يلى:



1- عند تعرض قطعة حديد للتشقق أو الكسر فإنها تكون خلية جلفانية مع الماء المذاب فيه بعض الأيونات والذى يقوم بدور المحلول الإلكتروليتى ويكون الأنود هو قطعة الحديد ويتم التأكسد تبعًا للمعادلة:

$2Fe_{(s)} \longrightarrow 2Fe^{2+}_{(aq)} + 4e^-$ ..... (1)

2- تصبح أيونات Fe^{2+} جزء من المحلول الإلكتروليتى وتنتقل الإلكترونات خلال قطعة الحديد إلى الكاثود والذى تمثله شوائب الكربون الموجودة فى الحديد أى أن قطعة الحديد تقوم بدور كل من الأنود والدائرة الخارجية.

يتم عند الكاثود اختزال أكسجين الهواء إلى مجموعة الهيدروكسيل (OH^-).

$2H_2O_{(\ell)} + O_{2(g)} + 4e^- \longrightarrow 4(OH)^-_{(aq)}$ ..... (2)

موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي D.M.RAZK

3- تتحد أيونات الحديد (Fe^{2+}) مع أيونات الهيدركسيد (OH^-) مكونة هيدروكسيد الحديد II.

$$2Fe^{2+}_{(aq)} + 4(OH)^-_{(aq)} \longrightarrow Fe(OH)_{2(s)} \quad ..... \quad (3)$$

4- يتأكسد هيدروكسيد الحديد II بواسطة الأكسجين الذائب فى الماء إلى هيدروكسيد الحديد III.

$$2Fe(OH)_{2(s)} + \frac{1}{2}O_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \longrightarrow 2Fe(OH)_{3(s)} \quad ..... \quad (4)$$

وبجمع المعادلات السابقة تنتج المعادلة الكلية لتفاعل خلية تآكل الحديد.

$$2Fe_{(s)} + 3H_2O_{(\ell)} + \frac{3}{2}O_{2(g)} \longrightarrow 2Fe(OH)_{3(s)}$$

والصدأ عملية بطيئة لأن الماء يحتوى على كميات محدودة من الأيونات ويتم الصدأ بسرعة أكثر إذا احتوى الماء على كميات أكبر من الأيونات. كما فى ماء البحر.

العوامل التى تؤدى إلى تآكل الفلزات

عوامل تتعلق بالفلز | عوامل تتعلق بالوسط المحيط

1- العوامل التى تتعلق بالفلز نفسه:

أ- عدم تجانس السبائك:

الفلزات المستخدمة فى الصناعة غالبًا ما تكون فى صورة سبائك، ومن الصعوبة تحضير هذه السبائك فى صورة متجانسة التركيب ولهذا ينشأ عدد لا نهائى من الخلايا الموضعية تسبب تآكل الفلز الأكثر نشاطًا.

ب- اتصال الفلزت ببعضها:

عند مواضع لحام الفلزات ببعضها أو استخدام مسامير برشام من فلز مختلف يؤدى إلى تكوين خلايا جلفانية موضعية تسبب تآكل الفلز الأنشط فعند تلامس الألومنيوم والنحاس يتآكل الألومنيوم أولاً وفى حالة تلامس الحديد والنحاس يتآكل الحديد أولاً.

2- العوامل الخارجية:

يعتبر الماء والأكسجين والأملاح من العوامل الخارجية التى تؤثر بشكل أساسى فى عملية تآكل المعادن.

D.M.RAZK موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي

وقاية الحديد من الصدأ

1- الطلاء بالمواد العضوية كالزيت أو الورنيش أو السلاقون وهى طريقة غير فعالة على المدى البعيد.

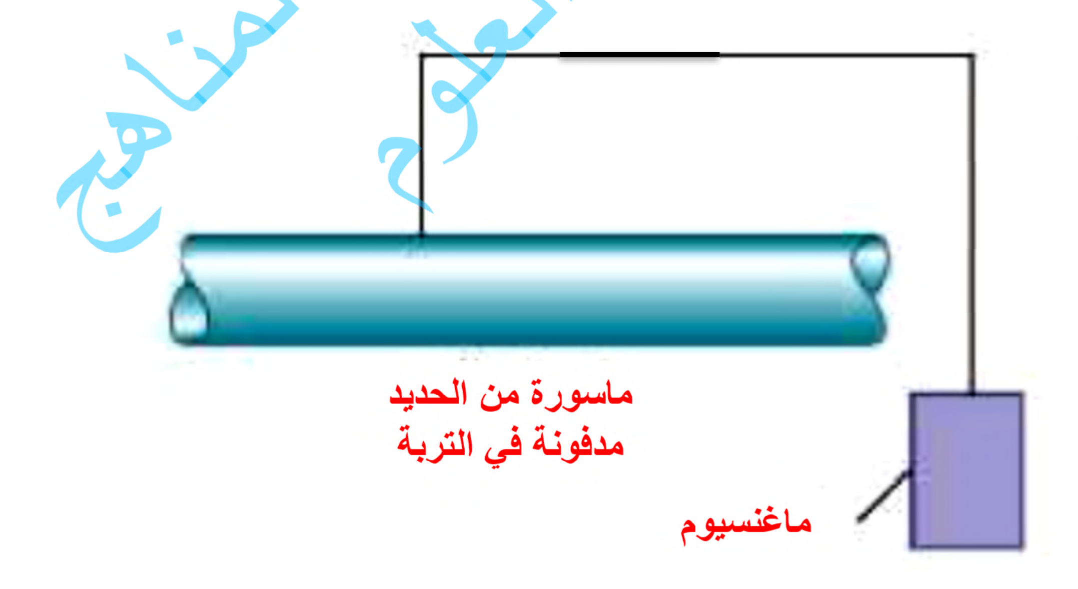
2- التغطية بالفلزات المقاومة للتآكل فمثلاً تجرى عملية (جلفنة الصلب) بغمس الصلب فى الخارصين المنصهر كما يستخدم الماغنسيوم فى وقاية الصلب المستخدم فى صناعة السفن. والقصدير فى وقاية الحديد المستخدم فى صناعة العلب المعدنية للمأكولات.

الحماية الكاثودية (الغطاء الكاثودى)	الحماية الأنودية (الغطاء الأنودي)
تغطية الحديد بفلز أقل منه نشاطًا	تغطية الحديد بفلز أعلى منه نشاطًا
مثال: تغطية الحديد بالقصدير	مثال: تغطية الحديد بالخارصين (جلفنة الحديد)
عند حدوث خدش أو ثقب فى طبقة القصدير تتكون خلية جلفانية يكون فيها الحديد أنود لأنه الفلز الأنشط والقصدير كاثود لأنه الفلز الأقل نشاطًا، فيتآكل الحديد.	تنشأ خلية جلفانية يكون الخارصين فيها هو الأنود فإنه يتآكل أولاً بالكامل قبل أن يبدأ الحديد فى التآكل ويستغرق هذا وقتًا طويلاً حيث أن تآكل الحديد يبدأ من سطحه.

علل: يصدأ الحديد المطلى بالقصدير عند الخدش أكثر وأسرع من الحديد.

القطب المضحى:

- نظرًا لأن هياكل السفن تكون دائمة الاتصال بالماء المالح وكذلك مواسير الحديد المدفونة فى التربة الرطبة فإنها تكون أكثر عرضة للتآكل.
- لحمايتها يتم جعلها كاثود وذلك بتوصيلها بفلز آخر أكثر نشاطًا من الحديد وليكن الماغنسيوم ليعمل أنودا فيتآكل الماغنسيوم بدلاً من الحديد، لذا يسمى الماغنسيوم بالقطب المضحى.



الإدارة المركزية لتطوير المناهج
إدارة تنمية مادة العلوم
وزارة التربية والتعليم

موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي D.M.RAZK

مقارنة بين الأكسدة والاختزال

	عملية الأكسدة	عملية الاختزال
1	فقد إلكترونات	اكتساب إلكترونات
2	الإلكترونات مكتوبة مع النواتج	الإلكترونات مكتوبة مع المتفاعلات
3	زيادة الشحنة الموجبة (نقص السالبة) $Zn^0 \rightarrow Zn^{2+} + 2e$ $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e$	نقص الشحن الموجبة (زيادة السالبة) $Fe^{3+} \rightarrow Fe^{2+} + e$ $O_2 \rightarrow 2O^- + 2e$
4	ذوبان (تآكل) الفلز $Mg^0 \rightarrow Mg^{2+} + 2e$	ترسب الفلز $Ag^{1+} + e \rightarrow Ag^0$
5	نقص في كتلة الفلز	زيادة في كتلة الفلز
6	زيادة تركيز أيونات الفلز	نقص تركيز أيونات الفلز
7	تحدث للعامل المختزل	تحدث للعامل المؤكسد
8	تحدث لفلز أكثر نشاطًا	تحدث لفلز أقل نشاطًا
9	تحدث للأعلى في جهد التأكسد	تحدث للأعلى في جهد الاختزال
10	تحدث عند الأنود	تحدث عند الكاثود
11	الأنود هو مصدر الإلكترونات و يوصل الإلكترونات خارج المحلول	الكاثود هو مستقبل الإلكترونات و يوصل الإلكترونات داخل المحلول
12	قابلية الأكسدة تتناسب طرديا مع جهد الأكسدة	قابلية الاختزال تتناسب طرديا مع جهد الاختزال

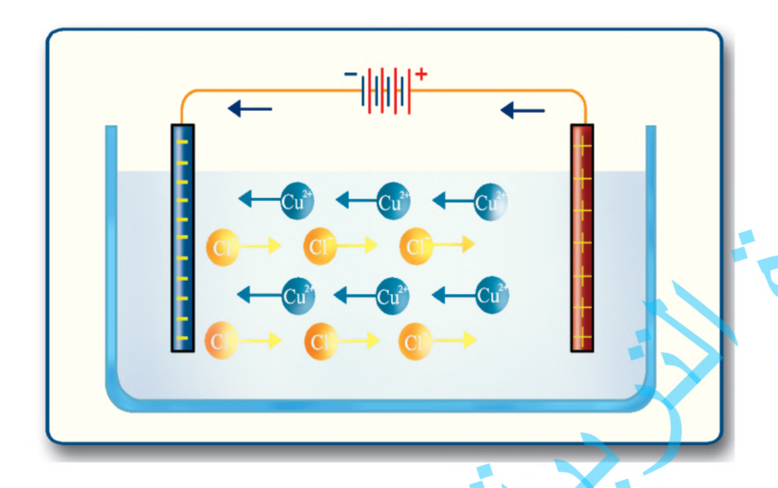
وزارة التربية والتعليم
الإدارة المركزية لتطوير المناهج
إدارة تنمية مادة العلوم

D.M.RAZK موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي

ثانياً: الخلايا التحليلية (الإلكتروليتية)

هى أنظمة يتم فيها تحويل الطاقة الكهربية المستمدة من مصدر خارجى إلى طاقة كيميائية ضمن تفاعل أكسدة – اختزال غير تلقائى

✰ التركيب:



1- الأنود (المصعد):

يتصل بالقطب الموجب لمصدر التيار (فقير بالإلكترونات) ويعمل على نقل التيار الكهربى داخل المحلول (تخرج منه الإلكترونات) وتتجه إليه الأيونات السالبة (الأنيونات الغنية بالإلكترونات) من المحلول حيث تتعادل بفقد إلكتروناتها ويحدث عنده عملية أكسدة.

2- الكاثود (المهبط):

يتصل بالقطب السالب لمصدر التيار (غنى بالإلكترونات) ويعمل على نقل التيار الكهربى خارج المحلول. وتتجه إليه الأيونات الموجبة (الكاتيونات الفقيرة بالإلكترونات) من المحلول حيث تتعادل باكتساب إلكترونات ويحدث عنده عملية اختزال.

3- كل من الأنود والكاثود مغموسين فى محلول الكتروليتى لمادة ما.

4- عادة ما يكون الأنود والكاثود من مادة واحدة مثل الجرافيت أو البلاتين أو ....، وإذا كانا من مادتين مختلفتين يفضل أن يكون فرق الجهد بينهما صغير وهو ما يسمى بالجهد الانعكاسي للخلية الذى يجب أن يكون أقل من القوى الدافعة الكهربية لمصدر التيار

✎ تجربة: التحليل الكهربى لمحلول كلوريد النحاس II $CuCl_2$

عند إمرار تيار كهربى فى خلية تحليلية تحتوى على محلول كلوريد النحاس II بين أقطاب من الكربون.

نلاحظ: (أ) ترسيب نحاس أحمر على الكاثود. (ب) تصاعد الكلور عند الأنود.

التفسير:

$$CuCl_{2(aq)} \longrightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)}$$

عند مرور التيار الكهربى تتجه الأيونات نحو الأقطاب المخالفة لها فى الشحنة.

D.M.RAZK موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي

عند الأنود (المصعد) القطب الموجب:

جهد الأكسدة = - 1.36 فولت $2Cl^{-}_{(aq)} \xrightarrow{\text{أكسدة}} Cl_{2(g)}\uparrow + 2e^{-}$

عند الكاثود (المهبط) القطب السالب:

جهد الإختزال = + 0.34 فولت $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \xrightarrow{\text{اختزال}} Cu^{0}_{(s)}$

التفاعل الكلى الحادث فى الخلية:

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2Cl^{-}_{(aq)} \longrightarrow Cu^{0}_{(s)} + Cl_{2(g)}\uparrow$$

أكسدة
اختزال

جهد الخلية = مجموع جهدى الأكسدة والاختزال = - 1.36 + 0.34 = - 1.02 فولت

الإشارة السالبة تعنى أن التفاعل الحادث فى الخلية لا يتم تلقائيا أى لا يحدث فى خلية جلفانية بل يحدث فى خلية تحليلية.

قوانين فاراداى للتحليل الكهربى

القانون الأول لفاراداى

تتناسب كمية المادة المتكونة أو المستهلكة عند أى قطب سواء كانت غازية أو صلبة تناسبا طرديا مع كمية الكهرباء التى تمر فى الإلكتروليت.

كمية الكهربية: هى شدة التيار المار فى موصل فى الثانية الواحدة.

كمية الكهربية = شدة التيار × الزمن

الكولوم c = أمبير × ثانية

الكولوم: هو كمية الكهرباء التى تنتج عن إمرار تيار شدته واحد أمبير لمدة ثانية واحدة خلال أى موصل

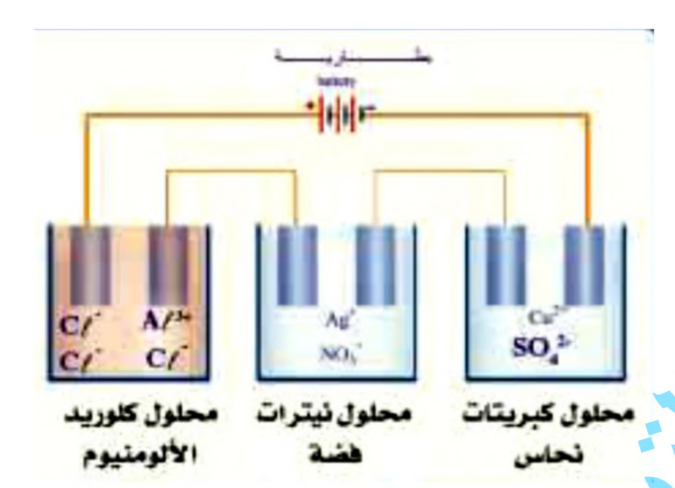
تحقيق القانون الأول عمليا: تمرر كميات مختلفة من التيار فى نفس المحلول وفى كل مرة نعين وزن المادة المتكونة عند الكاثود أو الذائبة عند الأنود.

موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي D.M.RAZK

القانون الثانى لفاراداي

عند مرور نفس كمية الكهربية فى محاليل مختلفة فإن كتل المواد المختلفة المتكونة أو المستهلكة تتناسب طرديا مع أوزانها المكافئة

تحقيق القانون الثانى عمليا:



امرار نفس كمية الكهربية فى مجموعة محاليل مثل:

$AgNO_3, Cu(NO_3)_2, AlCl_3$

وفى كل مرة نعين النسبة بين كتل المواد المتكونة عند الكاثود وهى:

Ag : Cu : Al

كانت النسبة ثابتة وهى:

107.88 : 31.78 : 9

(الأوزان المكافئة لكل عنصر منه(أ)

الكتلة المكافئة للعنصر = $\frac{\text{الوزن الذرى}}{\text{التكافؤ} (Z)}$

العلاقة بين الأمبير والفاراداى:

وجد أن الكولوم الواحد هو كمية التيار الكهربى التى إذا مرت فى محلول أيونات فضة لمدة ثانية تسبب فى ترسيب 1.118 مجم (ملليجرام) من الفضة (أى 0.001118 جم فضة)

∴ 1 كولوم (أمبير. ثانية) ⟵ 0.001118 جم فضة

س (كمية الكهربية بالكولوم) ⟵ 107.88 جم فضة (الوزن المكافىء من الفضة)

∴ س = (كمية الكهرباء اللازمة لترسيب الوزن المكافىء للفضة = $\frac{107.88}{0.001118}$ = 96500 كولوم

ومن القانون الثانى نجد أن 96500 كولوم هى كمية الكهربية التى تعمل على ترسيب أو ذوبان أو تصاعد الكتلة المكافئة الجرامية لأى عنصر. ويطلق عليه الفاراداى ويرمز له بالرمز F

موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي D.M.RAZK
وزارة التربية والتعليم الإدارة المركزية لتطوير المناهج إدارة تنمية مادة العلوم

الفاراداى F: هو كمية الكهرباء اللازمة لذوبان أو تصاعد أو ترسيب الوزن المكافىء لأى مادة عند أحد الأقطاب. ويساوى 96500 كولوم

1 فاراداى = 96500 كولوم = 96500 أمبير. ثانية

القانون العام فى التحليل الكهربى:

عند مرور فاراداى واحد (96500 C) فى محلول الكتروليتى لمادة ما فإنه يؤدى إلى ذوبان أو ترسيب أو تصاعد الكتلة المكافئة الجرامية من هذه المادة عند أحد الأقطاب.

الأمبير: هو كمية التيار الكهربى التى إذا مرت لمدة ثانية واحدة فى محلول أيونات فضة تسبب فى ترسيب 1.118 مجم (ملليجرام) من الفضة (أى 0.001118 جم فضة)

96500 كولوم ← الوزن المكافىء للعنصر

كمية الكهربية بالكولوم ← الكتلة المترسبة بالجرام

قوانين هامة عند حل المسائل

كتلة المادة المترسبة (المتكونة) = $\frac{\text{كمية الكهربية (بالكولوم)} \times \text{الوزن المكافئ الجرامى للعنصر}}{96500}$

1- كمية الكهربية التى ترسب ذرة جرامية [جم / ذرة] = فاراردى (F) × التكافؤ (Z)

2- الكتلة الذرية الجرامية = جم / ذرة = الوزن الذرى الجرامى = مول ذرة

3- $\frac{\text{كتلة العنصر الأول}}{\text{كتلة العنصر الثانى}} = \frac{\text{مكافئ العنصر الأول}}{\text{مكافئ العنصر الثانى}}$

وفى بعض المسائل يعتبر العدد الكتلى بديلاً للوزن الذرى.

4- كل 1F من الكهربية يؤدى إلى فقد أو اكتساب 1 mol من الإلكترونات

D.M.RAZK موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي

مثال:

احسب كتلة كل من الذهب والكلور الناتجين من إمرار 10000 كولوم من الكهرباء فى محلول مائى من كلوريد الذهب III. علما بأن التفاعلات التى تحدث عند الأقطاب هى:

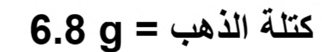
$Au^{3+} + 3e^- \longrightarrow Au^0$ $\quad$ $Au = 196.98$

$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$ $\quad$ $Cl = 35.5$

الحل:

الكتلة المكافئة للذهب = $\frac{196.98}{3} = 65.66\ g$

∵ كمية الكهرباء = $\frac{\text{كتلة الذهب} \times 96500}{\text{الكتلة المكافئة}}$ $\qquad 10000 = \frac{\text{كتلة الذهب} \times 96500}{65.66}$



كتلة الذهب = 6.8 g

بالمثل يمكن حساب كتلة الكلور

مثال:

احسب كمية التيار (مقدرة بالكولوم) اللازمة لفصل 5.6 جم من الحديد من محلول الحديد III علما بأن تفاعل الكاثود هو:

$Fe^{3+} + 3e^- \longrightarrow FE^o$ $\quad$ $Fe = 55.86$

الحل:

الكتلة المكافئة للحديد = $\frac{\text{الكتلة الذرية}}{\text{التكافؤ}} = \frac{55.86}{3} = 18.62\ g$

∵ كمية الكهرباء = $\frac{\text{كتلة المادة} \times 96500}{\text{الكتلة المكافئة}} = \frac{5.6 \times 96500}{18.62} = 29022.5\ C$

الإدارة المركزية لتطوير المناهج
وزارة التربية والتعليم
إدارة تنمية مادة العلوم

D.M.RAZK موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي

تطبيقات على التحليل الكهربى

1- الطلاء بالكهرباء

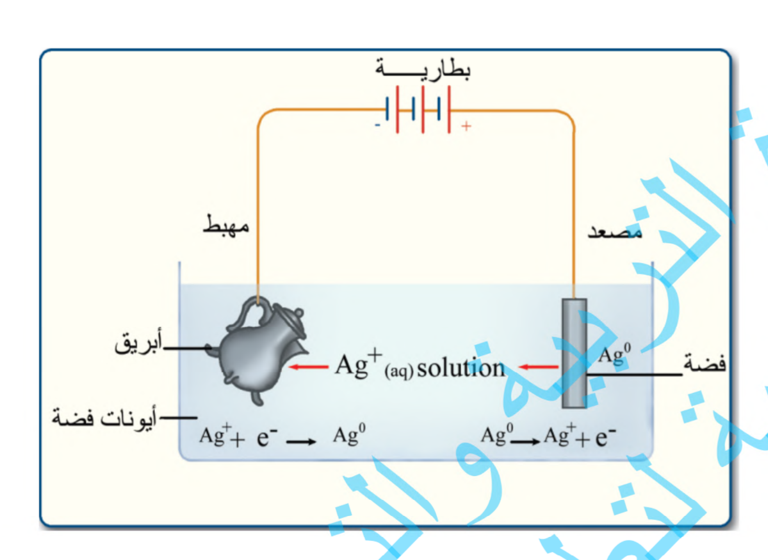
عملية يقصد بها تغطية معادن رخيصة الثمن بمعادن أخرى غالية الثمن للأسباب الآتية:

1- حماية الفلز الأصلى من الصدأ والتآكل.

2- رفع القيمة الاقتصادية للفلز الأصلى.

3- إعطاء الفلز الأصلى لمعانا.

- **طلاء إبريق بطبقة من الفضة:**



1- ينظف سطح الإبريق تماما ثم يوصل بالقطــب السالب للبطارية ليعمل كاثود (مهبط).

2- نحضر عمود من فلز الفضة ثم نوصله بالقطب الموجب للبطارية ليعمل أنود (مصعد).

3- نضع كل من الأنود والكاثـود فى محـلول الكتروليتى من نترات الفضة.

*** التفاعلات التى تحدث داخل الخلية:**

$$AgNO_3 \longrightarrow Ag^+ + NO_3^-$$

عند إمرار التيار الكهربى تتجه الأيونات نحو الأقطاب المخالفة لها فى الشحنة

عند الكاثود (اختزال):

$$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag \downarrow$$

عند الأنود (أكسدة):

تتجه إليه أيونات NO_3^- وحيث أن جهد تأكسد فضة الأنود أكبر من جهد تأكسد NO_3^- لذلك تتأكسد فضة الأنود.

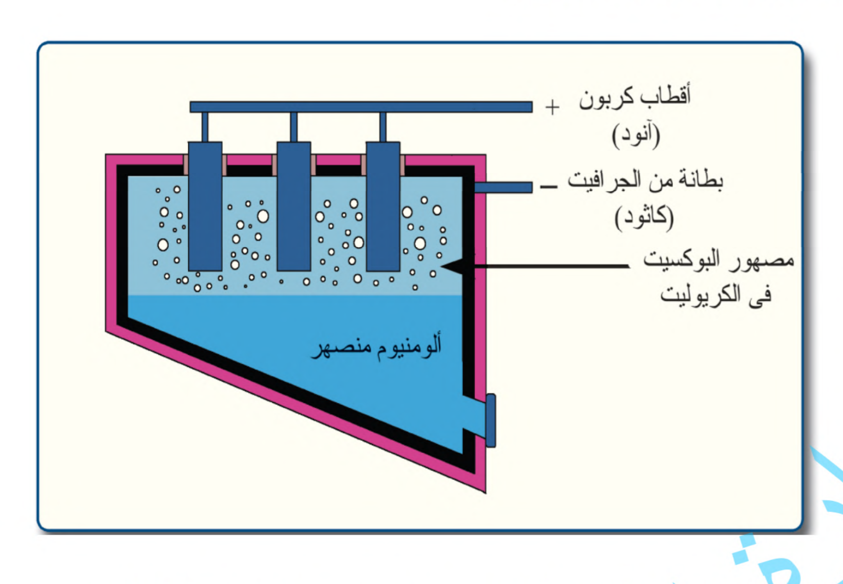
$$Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$$

- تزداد كتلة الكاثود
- تقل كتلة الأنود
- يظل تركيز محلول نترات الفضة (الإلكتروليت) ثابت

D.M.RAZK موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي
الإدارة المركزية لتطوير المناهج وزارة التربية والتعليم إدارة تنمية مادة العلوم

1-استخلاص فلز الألومنيوم

يتم الحصول على فلز الألومنيوم بالتحليل الكهربى للبوكسيت Al_2O_3 المذاب فى مصهور الكريوليت Na_3AlF_6 وفى وجود قليل من الفلورسبار CaF_2 التى تعمل على خفض درجة إنصهار المخلوط من 2045°C إلى 950°C



وحديثا يستعاض عن الكريوليت باستخدام مخلوط من أملاح فلوريدات كل من:
الألومنيوم والصوديوم والكالسيوم. حيث يعطى هذا المخلوط مع البوكسيت مصهور يتميز بانخفاض درجة انصهاره وانخفاض كثافته مما يسهل فصل الألومنيوم المنصهر والذى يكون راسبًا فى قاع خلية التحليل الكهربى.

فى هذه الخلية يكون المهبط (الكاثود) هو جسم إناء الخلية المصنوع من الحديد والمبطن بطبقة من الكربون (الجرافيت) بينما المصعد (الأنود) عبارة عن اسطوانات من الكربون (الجرافيت)

*التفاعلات التى تتم داخل الخلية

$$Al_2O_3 \longrightarrow 2Al^{3+} + 3O^{2-}$$

ثم تتجه الأيونات نحو الأقطاب المخالفة لها فى الشحنة عند مرور التيار الكهربى.

عند الكاثود (المهبط) $2Al^{3+} + 6e^- \longrightarrow 2Al$

عند الأنود (المصعد) $3O^{-2} \longrightarrow 3/2O_2 + 6e^-$

التفاعل الكلى هـو $2Al^{3+} + 3O^{-2} \longrightarrow 2Al + 3/2O_2$

ثم يتفاعل الأكسجين المتصاعد مع أقطاب الكربون مكونا غازات أول وثانى أكسيد الكربون لذلك يتم تغيير سيقان الكربون من أن إلى آخر.

$$3/2O_2 + 2C \longrightarrow CO + CO_2$$

ثم يسحب الألومنيوم من الخلية من خلال فتحة خاصة بذلك.

D.M.RAZK موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي

3- تنقية المعادن

بعض المعادن التى تستخدم فى الصناعة تكون على صورة غير نقية أى تحتوى على نسبة من الشوائب التى تقلل من كفاءتها. فمثلا النحاس الذى نقاوته 99% يحتوى على شوائب مثل الخارصين والحديد والفضة والذهب وهذه الشوائب تقلل من كفاءة النحاس عند توصيله للتيار الكهربى والمراد تنقية النحاس للحصول على نحاس نقاوته 99.95 %.

نكون خلية تحليلية يكون فيها النحاس المراد تنقيته متصلا بالقطب الموجب ليعمل أنود ونحضر أسلاك من النحاس النقى ونوصله بالقطب السالب ليعمل كاثود ونضع كل من الأنود والكاثود فى محلول الكتروليتى من كبريتات النحاس II.

التفاعلات التى تتم داخل الخلية

$$CuSO_{4(aq)} \longrightarrow Cu^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

عند إمرار التيار الكهربى تتجه الأيونات نحو الأقطاب المخالفة لها فى الشحنة

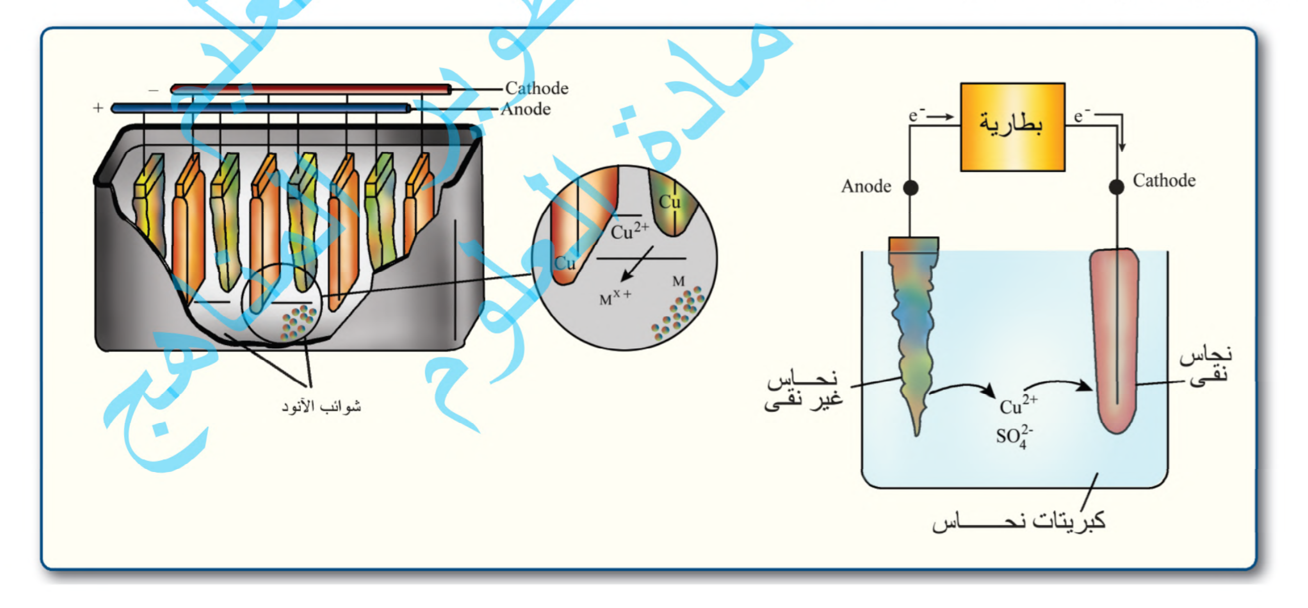
عند الأنود (أكسدة): يتأكسد النحاس ويذوب وينتشر في المحلول كما بالمعادلة:

$$Cu_{(s)} \longrightarrow Cu^{2}_{(aq)} + 2e^-$$

عند الكاثود (اختزال):

$$Cu^{+2}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Cu_{(s)}$$

بالنسبة لشوائب الخارصين والحديد فتتأكسد مثلها مثل النحاس وتتحول إلى أيونات موجبة ولكنها لا تترسب علي الكاثود لصعوبة اختزالها بالنسبة لأيونات النحاس. أما شوائب الذهب والفضة فتترسب أسفل الأنود لأنها لا تتأكسد.



D.M.RAZK موقع الدكتور محمد رزق معلم الكيمياء التعليمي